بسم الله الرحمن الرحيم

{وَقُل رَبِّ زِدني عِلمًا}

صدق الله العظيم

تم بحمد الله كتابة هذا الملف إبتغاءاً لوجه الله تعالى لا إلى مصلحه أو غيرها وسيبقى هذا الملف حاملاً اسمي إلى أن ألقى الله

محتوى الملف

محاضرات كيمياء تحليليه

الدكاتره بتشرح اللي يعجبها من المنهج
مش شرط يبقى كل سنه نفس المنهج

نرجوا منكم الدعاء لأني قد بذلت جهداً كبيراً حتى أصل لهذه النتيجه

حمدي وجيه 01020975139

د/ هاني يوسف

١٢/٢/٢٠٢٤

بعض قوانين الاتحاد الكيميائي

أي تفاعل كيميائي يحكمه قانون أو عدة قوانين.

قانون بقاء المادة (عدم فناءها):- المادة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكن تتحول من صورة لأخرى.

ويمكن تعريفه بأنه في جميع التفاعلات الكيميائية تتساوى كتل المتفاعلات مع كتل النواتج وينطبق هذا التعريف على حيز التطبيق.

متفاعلات $\xrightarrow{\text{عوامل مساعدة}}$ نواتج $\qquad A + B \xrightarrow{\Delta} AB$

فإذا كانت $100 \xrightarrow{\Delta} 65$ تكون المعادلة غير موزونة

مثال:- تفاعل الماغنسيوم مع الأكسجين

معادلة غير موزونة $\quad Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} MgO$

معادلة موزونة $\quad 2Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2MgO$

$(2\times24) + (2\times16) \xrightarrow{\Delta} 2\times(24+16) \Rightarrow 80 \xrightarrow{\Delta} 80$

مثال:- تفاعل الصوديوم مع الأكسجين

معادلة غير موزونة $\quad Na + O_2 \xrightarrow{\Delta} NaO$

معادلة موزونة $\quad 2Na + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2NaO$

$(2\times23) + (2\times16) \xrightarrow{\Delta} 2\times(23+16) \Rightarrow 78 \xrightarrow{\Delta} 78$

النظرية الفرضية

١- النواتج أكبر من المتفاعلات. ٢- النواتج أقل من المتفاعلات.

٣- النواتج تساوي المتفاعلات.

مثال:- احسب كتلة النحاس الناتجة من التفاعل الموضح أمامك علماً بأن

$CuSO_4 = 159.5\,g$ ، $CaSO_4 = 136\,g$ ، $Ca = 40\,g$ ، $S = 32\,g$ ، $O = 16\,g$

$Ca + CuSO_4 \xrightarrow{\Delta} CaSO_4 + Cu$

كالسيوم + كبريتات نحاس $\xrightarrow{\Delta}$ كبريتات كالسيوم + نحاس

$40 + 159.5 \xrightarrow{\Delta} 136 + ??$

$Cu = (40 + 159.5) - 136 = 63.5\,g$

مثال:- علل:- لماذا المعادلة التالية غير موزونة $\quad Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} MgO$

لأنها لا تحقق قانون بقاء المادة $\quad 24 + (2\times16) \xrightarrow{\Delta} 24 + 16$

$56 \xrightarrow{\Delta} 40$

مثال: تحقق من موازنة المعادلة الآتية وذلك بتطبيق قانون بقاء المادة علماً بأن

$N = 14g$ ، $Na = 23g$ ، $O = 16g$

$NaNO_3 \xrightarrow{\Delta} NaNO_2 + O_2$

نترات صوديوم

$23 + 14 + (3 \times 16) \xrightarrow{\Delta} 23 + 14 + (2 \times 16) + (2 \times 16)$

$85 \xrightarrow{\Delta} 101$ المعادلة غير موزونة

$2NaNO_3 \xrightarrow{\Delta} 2NaNO_2 + O_2$

$2 \times (23 + 14 + (3 \times 16)) \xrightarrow{\Delta} 2 \times (23 + 14 + (2 \times 16)) + (2 \times 16)$

$170 \xrightarrow{\Delta} 170$ المعادلة موزونة

مثال ١- تحقق من موازنة المعادلة الآتية وذلك بتطبيق قانون بقاء المادة علماً بأن

$H = 1g$ ، $Cl = 35.5g$

$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\Delta} HCl$

$(2 \times 1) + (2 \times 35.5) \xrightarrow{\Delta} 1 + 35.5$

$73 \xrightarrow{\Delta} 36.5$ معادلة غير موزونة

$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\Delta} 2HCl$

$(2 \times 1) + (2 \times 35.5) \xrightarrow{\Delta} 2 \times (1 + 35.5)$

$73 \xrightarrow{\Delta} 73$ معادلة موزونة

قانون النسب الثابتة

كل مركب كيميائي نقي مهما اختلفت طرق تحضيره أو الحصول عليه فإنه يتكون من نفس العناصر متحدة مع بعضها بنسب كتلية ثابتة.

مثال ٢: الحصول على مركب أكسيد النحاس النقي المتكون بنسب ثابتة بطرق مختلفة

نحاس + أكسجين $\xrightarrow{\Delta}$ أكسيد نحاس $\quad 2Cu + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CuO$

كربونات نحاس $\xrightarrow{\Delta}$ أكسيد نحاس + ثاني أكسيد كربون $\quad CuCO_3 \xrightarrow{\Delta} CuO + CO_2$

* ملحوظة *

يخضع القانونان السابقان للكتل الوزنية.

الوزن الجزيئي :- مجموع الأوزان الذرية للعناصر الداخلة في تكوين المركب.

$NaOH \Rightarrow 23 + 16 + 1 = 40g$ ، $H_2O \Rightarrow (2 \times 1) + 16 = 18g$

$Na_2CO_3 \Rightarrow (2 \times 23) + 12 + (3 \times 16) = 106g$

Subject: Date: / /

المول:- وحده دوليه للقياس وهو الوزن الجزيئي الجرامي أي هو الوزن الجزيئي مقدراً بالجرام.

الوزن المكافئ:- الوزن الجزيئي مقسوماً على ثابت

١- إذا كانت الماده حمض يكون الثابت عدد ذرات الهيدروجين.

٢- إذا كانت الماده قاعده يكون الثابت عدد مجموعات الهيدروكسيد.

٣- إذا كانت الماده ملح يكون الثابت عدد ذرات الفلز x تكافؤ الفلز.

مثال:- احسب الوزن المكافئ لكلاً مما يأتي

$HCl - H_2SO_4 - NaOH - KOH - Ca(OH)_2 - Ca_2CO_3 - CaHCO_3$

الحل

$$HCl = \frac{1+35.5}{1} = 36.5\,g$$

$$H_2SO_4 \Longrightarrow \frac{(2\times1)+32+(4\times16)}{2} = 49\,g$$

$$NaOH = \frac{23+16+1}{1} = 40\,g$$

$$KOH = \frac{39+16+1}{1} = 56\,g$$

$$Ca(OH)_2 = \frac{40+2\times(16+1)}{2} = 37\,g$$

$$Ca_2CO_3 = \frac{(2\times40)+12+(3\times16)}{2\times2} = 35\,g$$

$$CaHCO_3 = \frac{40+1+12+(3\times16)}{2\times1} = 50.5\,g$$

عدد المولات = الوزن المذاب بالجرام / الوزن الجزيئي ⟸ مولر

عدد المكافئات = الوزن المذاب بالجرام / الوزن المكافئ ⟸ عياري

مولر:- محلول يحتوى اللتر منه على الوزن الجزيئي من الماده المذابه بالجرام.

عياري:- محلول يحتوى اللتر منه على الوزن المكافئ من الماده المذابه بالجرام.

بعض قوانين الاتحاد الكيميائي

قانون النسب الثابتة :- كل مركب كيميائي نقي مهما اختلفت طرق تحضيره أو الحصول عليه فإنه يتكون من نفس العناصر متحده مع بعضها بنسب كتلية ثابتة.

النسبة المئوية للكتلة = $\frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}}$ × ١٠٠

إذا كان مركب واحد يطبق عليه قانون النسب الثابتة.
إذا كان عده مركبات يطبق عليها قانون النسب المتضاعفه.

مركب كتلته ٧٨ جرام يحتوى على ١٢ جرام من الهيدروجين احسب النسبة المئوية للهيدروجين

النسبة المئوية = $\frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}}$ × ١٠٠ = $\frac{١٢}{٧٨}$ × ١٠٠ = ١٥٪

كتلة المركب :- مجموع كتل العناصر الداخلة في التكوين.

يتفاعل ١ جرام هيدروجين كلياً مع ١٩ جرام فلور فما هي النسبة المئوية بالكتلة للهيدروجين في المركب الناتج

كتلة المركب = ١ + ١٩ = ٢٠ جرام

النسبة المئوية = $\frac{١}{٢٠}$ × ١٠٠ = ٥٪

قانون النسب المتضاعفه

عند تكوين مركبات مختلفة عن طريق اتحاد نفس العناصر فإن النسبة بين كتل أحد هذه العناصر التى تتحد مع كتلة ثابتة من عنصر آخر في هذه المركبات هي نسبة عادية بسيطة وصحيحة.

وتلخيصاً لما مضى هما مركبان أحدهما ضعف الآخر.

إذا كان عندنا مركبان CO و CO_2 إحسب نسب عناصرهما
النسبة بين الكربون ١ : ١ والنسبة بين الأكسجين ١ : ٢

إذا كان عندنا مركبان H_2O و H_2O_2 إحسب نسب عناصرهما
النسبة بين الهيدروجين ٢ : ٢ والنسبة بين الأكسجين ١ : ٢

نسبة الكتل المتضاعفة = $\frac{\text{النسب الكتلية للمركب الأول}}{\text{النسب الكتلية للمركب الثاني}}$

Subject : .... Date: / /

يتحد النحاس مع الكلور في ظروف مختلفة لتكوين مركبين مختلفين
في المركب الأول نسبة النحاس ٦٤٫٢٪ ونسبة الكلور ٣٥٫٨٪
في المركب الثاني نسبة النحاس ٤٧٫٢٧٪ ونسبة الكلور ٥٢٫٧٣٪
احسب كتلة النحاس : كتلة الكلور في المركبين ووضح ذلك ونسبة الكتل المتضاعفة
في المركب الأول كتلة النحاس : كتلة الكلور = $\frac{٦٤٫٢}{٣٥٫٨}$ = ١٫٧٩٣
في المركب الثاني كتلة النحاس : كتلة الكلور ⟸ $\frac{٤٧٫٢٧}{٥٢٫٧٣}$ = ٠٫٨٩٦
الكتلة في المركب الأول ضعف الكتلة في المركب الثاني
∴ ينطبق عليها قانون النسب المتضاعفة
نسبة الكتل المتضاعفة = $\frac{\text{النسبة الكتلية للمركب الأول}}{\text{النسبة الكتلية للمركب الثاني}} = \frac{١٫٧٩٣}{٠٫٨٩٦} = ٢$

العلاقة بين الوزن الذري والحرارة النوعية للعناصر
* الحرارة الذرية ثابتة في الحالة الصلبة وتساوي ٦٫٤ *
الحرارة الذرية = الوزن الذري × الحرارة النوعية.
وهذا ما أثبته ديولنج وبيتية.
الوزن الذري = الوزن المكافئ × التكافؤ.

إحسب عدد المولات الموجودة في ١٠ جرام كربونات كالسيوم $CaCO_3$
$Ca = 40$ ، $C = 12$ ، $O = 16$
$CaCO_3 = 40 + 12 + (3 \times 16) = 100\ g$ ∴ الكتلة المولية = ١٠٠ جرام
عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة المعطاة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{١٠}{١٠٠}$ = ٠٫١ مول

حدد موقع العنصر $_{20}Ca$ في الجدول الدوري
عدد مستويات الطاقة = 4 ∴ يكون في الدورة الرابعة
عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الأخير = 2e
∴ يكون في المجموعة 2A
تكافؤه ثنائي ويكون +2 لأنه يفقدهم حتى يكون رابطة أو يصل للاستقرار

2 8 8 2

باقي محاضرة 2

Subject: .... Date: / /

حدد موقع العنصر O_8 في الجدول الدوري

عدد مستويات الطاقة = 2 ∴ يكون في الدورة الثانية

عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير = 6 e

∴ يكون في المجموعة 6A

تكافؤه ثنائي 2 - لأنهم يكتسبهم حتى يكون رابطة أو يصل للاستقرار

2) 6)

حدد موقع العنصر He_2 في الجدول الدوري

عدد مستويات الطاقة = 1 ∴ يكون في الدورة الأولى

عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير = 2 e

∴ يكون في المجموعة 2A = المجموعة الصفرية

2)

احسب العدد الذري لكلاً من الآتي وحدد ما هو العنصر

١- العنصر X يقع في الدورة الثانية ومجموعة 7A

∴ العدد الذري = 9 ∴ العنصر هو الفلور F_9

2) 7)

٢- العنصر y يقع في الدورة الثالثة ومجموعة صفرية

∴ العدد الذري = 18 ∴ العنصر هو الأرجون Ar_{18}

2) 8) 8)

يحدد الحجم الذري عن طريق معلومية نصف قطرها الذري ويقدر بالبيكومتر

$Pm = 1 \times 10^{-12}$

العلاقة بين الحجم الذري والعدد الذري في الدورة الأفقية تكون عكسية وفي الدورة الرأسية تكون طردية.

السالبية الكهربية :- قدرة جذب الذرة للإلكترونات في الرابطة.

* كل عنصر له سالبية مختلفة عن الآخر *

محاضرة ٣ ⑩ ٢٠٢٤/٢/٢٦

الروابط الكيميائية

أي تفاعل كيميائي يجب أن يكون له طرفان أحدهما متفاعلات والآخر نواتج.

أنواع الروابط (vip)

١- روابط كيميائية: أيونية، تساهمية، تناسقية

٢- روابط فيزيائية: هيدروجينية، فلزية

التفاعل الكيميائي

تتفاعل المتفاعلات في وجود بعض الظروف الملائمة حتى ينتج نواتج مناسبة.
وهو كسر الروابط وتكوين روابط جديدة في توافر ظروف ملائمة.

$Fe + S \xrightarrow{\Delta} FeS$ ✓ $\quad Fe + S \xrightarrow{?} ?$ ✗

السالبية الكهربية (vip)

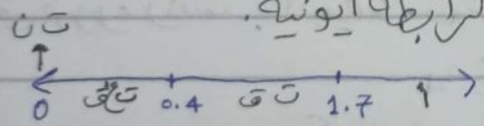
قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها.

أهمية السالبية الكهربية

١- معرفة نوع الرابطة سواء أيونية أو تساهمية.
٢- معرفة خواص المركب سواء أيونية أو تساهمية.
٣- معرفة قطبية المركب.
٤- لها دور في تكوين الروابط.

مقياس السالبية الكهربية

يوضح متى يكون المركب أيوني أو تساهمي ومتى يكون قطبي أو غير قطبي.
إذا كان الفرق في السالبية الكهربية = صفر تكون الرابطة تساهمية نقية.
إذا كان الفرق في السالبية الكهربية 1.7 : 0.4 تكون الرابطة تساهمية قطبية.
إذا كان الفرق في السالبية الكهربية 0.4 : 0 تكون الرابطة تساهمية غير قطبية.
إذا كان الفرق في السالبية الكهربية أكبر من 1.7 تكون الرابطة أيونية.



نموذج لويس النقطي

نرتب العناصر ترتيب تصاعدي.
نحدد كل ذرة بالمدار الخارجي على هيئة نقط ونجعل مستوى الطاقة الأخير على هيئة نقاط حول العنصر.

باقي محاضرة ٣

⑪

Subject : .... Date: / /

تكوين العناصر

الصوديوم $Na_{11} \Rightarrow$ 2 (2S) ، 8 (2S 2P) ، 1 (3S) $\Rightarrow Na\cdot$

الماغنسيوم $Mg_{12} \Rightarrow$ 2 (2S) ، 8 (2S 2P) ، 2 (3S) $\Rightarrow$ Mg (بنقطتين)

الأكسجين $O_8 \Rightarrow$ 2 (2S) ، 6 (2S 2P) $\Rightarrow$ O (بست نقاط)

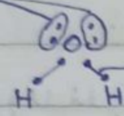
النيتروجين $N_7 \Rightarrow$ 2 (2S) ، 5 (2S 2P) $\Rightarrow$ N (بخمس نقاط)

تكوين المركبات

زوجين من الإلكترونات الحرة

في جزئ الماء سالبية الأكسجين أكبر من الهيدروجين

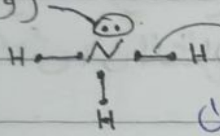
$H_2O \Rightarrow$



زوج إلكترونات مرتبطة

زوج إلكترونات حره

$NH_3 \Rightarrow$



زوج إلكترونات مرتبط

في جزئ النشادر سالبية النيتروجين أكبر من الهيدروجين

الرابطة الأيونية

دائماً ما تحدث بين فلز ولافلز ويكون اللافلز أكبر سالبية من الفلز فيحدث تجاذب.
يحدث للفلز فقد إلكترون أو أكثر من مستوى الطاقة الخارجي ويتحول إلى أيون موجب
بينما اللافلز يكتسب أيون أو أكثر ويتحول إلى أيون سالب.
يكون الفلز هو الغني لذلك يفقد إلكترونات.

س١: ما الهدف من حدوث الفقد والإكتساب؟ (vip)

حدوث توازن.

س٢: عرف الرابطة الأيونية؟

هي رابطة تنشأ بين الفلز واللافلز أو بين الأيون الموجب والسالب أو تنشأ من تجاذب كهربي بين الأيون الموجب والسالب ويكون تجاذب إلكتروستاتيكي أي ساكن.

س٣: الرابطة الأيونية ليس لها وجود مادي؟

لأن التجاذب بين الروابط تجاذب إلكتروستاتيكي.

Subject : .... Date: / /

س٨: كيف يتم تكوين رابطة بين الصوديوم والكلور مع ذكر السالبية لكل منهما والفرق بينهما؟

$_{11}Na$))) ⇒ Na•
2 8 1

Cl_{17}))) ⇒ •Cl: + •Cl: ⇒ Cl_2
2 8 7

فيحدث إندماج بين جزئ صوديوم وجزئ كلور

Na^+ •—• $:Cl:^-$ ⇒ NaCl

سالبية أيون الصوديوم تقريباً 0.9 وسالبية الكلور تقريباً 3

∴ يكون الفرق في السالبية الكهربية بينهما هو $3 - 0.9 = 2.1$

الرابطة التساهمية

تنشأ بين لافلز ولافلز وتحدث بالمشاركة أو المساهمة الإلكترونية

الرابطة التساهمية النقية ⇐ التي يتم الارتباط من زوج الالكترونات لهما نفس السالبية الكهربية أي أن الفرق = صفر مثل H_2 الذي يرتبط بروابط تساهمية أحادية
→ H—H

أو الأكسجين الذي يرتبط بروابط تساهمية ثنائية ← O=O

أو النيتروجين الذي يرتبط بروابط تساهمية ثلاثية ← N≡N

س٩: الرابطة في الماء قطبية؟

فرق السالبية فيه عالية H—O—H تكون أكبر من 0.4 وأقل من 1.7

س١٠: الرابطة في الميثان غير قطبية؟

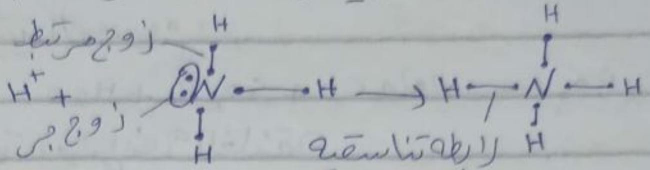
فرق السالبية فيه ضعيفة H—C—H (مع H أعلى و H أسفل) تكون أكبر من الصفر وأقل من 0.4

الرابطة التناسقية

نوع خاص من الروابط التساهمية يكون نتيجة مساهمة ذرة واحدة بزوج من الالكترونات غير المرتبطة مع ذراع فارغ من ذرة أخرى وتعرف هذه الذرة بالمستقبلة بينما تعرف الأولى بالمانحة

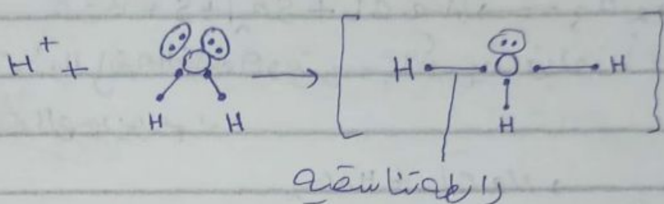
ارتباط الأمونيا مع أيون الهيدروجين في تكوين مجموعة الأمونيوم

$H^+ + NH_3 \rightarrow NH_4$



ارتباط الماء مع أيون الهيدروجين لتكوين أيون الهيدرونيوم

$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O$



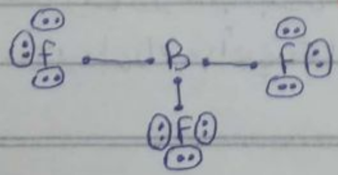
علل: تأخذ ذرات الهيدروجين شكلها الفراغي عند تكوين جزئ الماء؟
بسبب وجود تنافر بين الالكترونات الحرة فتأخذ هذا الشكل.
ومثل المثالين السابقين نطبق على الأمونيا وكلوريد البورون
أي مركب تساهمي حتى نصل لحالة التساهمية يبحث عن:
١- كيفية تكوين الرابطة التساهمية. ٢- الشكل الفراغي.
٣- تكون الزوايا بين ذرات الشكل.

نظريات وضعت لتفسير الرابطة التساهمية

النظرية الأولى: ١- النظرية الإلكترونية للتكافؤ "الثمانيات". (1)
تعد هذه النظرية أول نظرية وضعت لتفسير الرابطة التساهمية والتي قام بوضعها العالمان كوسل ولويس.
يحدث تلامس بين الالكترونات في المستوى الأخير مع مستوى أخير من ذرة أخرى لتكوين الرابطة بشرط أن يكون عددهم ٨ الكترونات.

عيوب نظرية الثمانيات

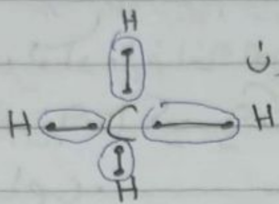
لم تستطع تفسير العديد من المركبات التساهمية مثل ثالث كلوريد أو فلوريد البورون وخامس كلوريد البورون BCl_3 ، BF_3 ، BCl_5 (1)
فالالكترونات حول البورون ليست ٨ بل أقل



ما يحدث في نظرية الثمانيات من تلاسن لا يحدث في الهيدروجين $_1H$ والليثيوم $_3Li$ والبريليوم $_4Be$. [٢]

تميل جميع ذرات العناصر في المركبات التساهمية إلى التركيب الثماني ماعدا ما ذكرناه بالأعلى.

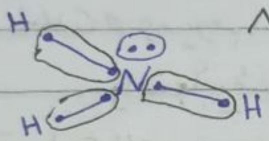
هل يخضع الميثان لنظرية الثمانيات؟



∵ عدد الالكترونات حول الكربون = ٨ إلكترون

∴ يخضع لنظرية الثمانيات

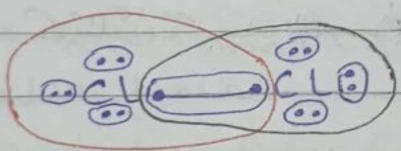
هل يخضع النشادر لنظرية الثمانيات؟



∵ عدد الالكترونات حول النيتروجين = ٦ + ٢ = ٨

∴ يخضع لنظرية الثمانيات

هل يخضع الكلور لنظرية الثمانيات؟



∵ عدد الالكترونات حول كل ذرة كلور = ٨

∴ يخضع لنظرية الثمانيات

لم تستطع تفسير وتوضيح قيم الزوايا بين الروابط وأيضاً الشكل الفراغي. [٣]

محاضرة ٥ (١٧) ٢٠٢٤/٣/١١

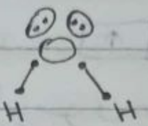
نظريات تفسر الرابطة التساهمية

③ نظرية تنافر أزواج الالكترونات الحرة

تصحح ما لم تفعله نظرية الثمانيات.
وضعت رمز تساهمي يعرف منه شكل المركب وقيم زواياه
نرمز للجزئ التساهمي بالرمز العام الآتي

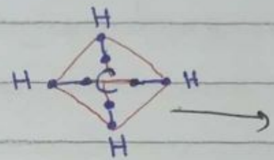
A X E
- A ← الذرة المركزية
- X ← عدد الأزواج المرتبطة
- E ← عدد الأزواج الحرة

في جزئ الماء H_2O ⇐



⇐ AX_2E_2 شكل تساهمي للماء

في جزئ الميثان CH_4 ⇐



⇐ AX_4 شكل تساهمي للميثان

شكل هرم رباعي الأوجه
يكون ترتيب الأزواج رباعي وزاوية 109.5°

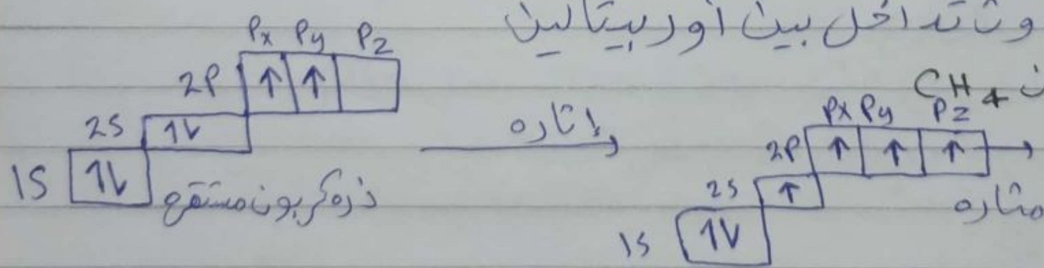
في جزئ فلوريد البريليوم BeF_2 ⇐ F–Be–F ⇐ AX_2 شكل تساهمي لفلوريد البريليوم

شكل فراغي خطي والزاوية فية 180°
إذا كان الشكل الفراغي مثلث تكون قيمة الزاوية 60°

* تقل قيمة الزاوية كلما زاد التنافر *

④ نظرية رابطة التكافؤ

تعتمد على :- ١- تداخل الاوربيتالات . ٢- الاوربيتالات المهجنة
تستخدم عند حدوث تداخل بين أوربيتالين
في جزئ الميثان CH_4



تحدث الإثارة باكتساب ذرة الكربون كم من الطاقة سواء بالتسخين أو بالتفريغ الكهربي وعند حدوث الاثارة ينتقل الكترون من 2S إلى $2P_z$

Subject: .... Date: / /

ذرة الكربون المستقرة بها ٢ إلكترون يكونا رابطتان.
ذرة الكربون المثارة بها ٤ إلكترون يكونا ٤ روابط.
يجب أن تكون الـ ٤ روابط متكافئة ومتماثلة ومتقاربة ولها نفس الطول والقوة
وإذا لم تكن الروابط كذلك يجب تهجين الأوربيتالات للتغلب على ذلك.

التهجين :- عملية تداخل أو خلط أو دمج أوربيتالين أو أكثر من نفس الذرة لتكوين أوربيتالات جديدة لها نفس الشكل والطاقة.

في جزئ الميثان يحدث التهجين بتداخل أوربيتال من 2s مع ثلاثة أوربيتال من 2P

$s^2 + 3p^2 \longrightarrow 4sp^3$

sp3		↑	↑	↑	↑
1s	↑↓				

تهجين ← ذرة كربون مهجنة

بعض الأمثلة على التهجين ⟸

$1s^1 + 2p^2 \longrightarrow 3sp^2$

$1s^1 + 1p^1 \longrightarrow 2sp$

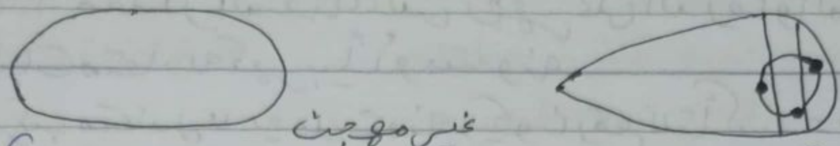
$1s^1 + 3p^3 + 3d^3 \longrightarrow 7sp^3d^3$

شروط عملية التهجين

١- أن يكون بين أوربيتالات نفس الذرة.
٢- تحدث بين أوربيتالات متقاربة من بعض لتصبح متساوية.

نظريات تفسير الرابطة التساهمية

الأوربيتالات المهجنة أكثر نشاطاً من الأوربيتالات غير المهجنة لأن الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزاً مما يسهل عملية التداخل مع الأوربيتالات الأخرى



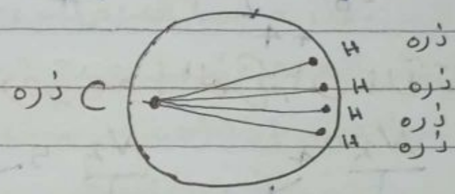
أوربيتال مهجن	غير مهجن
يحدث به تنظيم الالكترونات	لا يحدث تنظيم للالكترونات
تحمل إلكترونات كثيرة لأنها أكبر حجماً	تحمل إلكترونات قليلة لأنها أقل حجماً

(٤) نظرية الأوربيتالات الجزيئية

تعاملت هذه النظرية على الجزيئ التساهمي كوحدة واحدة.

الجزيئ التساهمي عبارة عن ذرة كبيرة متعددة الأنوية تتداخل فيها جميع الأوربيتالات الذرية "spdf" لتكوين الأوربيتالات الجزيئية "π، σ".

CH_4



الأوربيتال الجزيئي: الناتج من تداخل أوربيتالين لذرتين مختلفتين ويكونا رابطة.

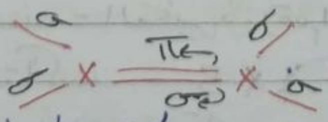
إذا تداخل أوربيتالين من نفس المركب "الذرة" يكون ذلك تهجين.

الرابطة سيجما σ: يحدث ارتباط بالرأس على خط عمل واحد والأوربيتالات تكون مهجنة

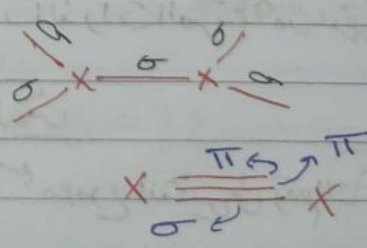
الرابطة باي π: يحدث ارتباط بالجنب وتكون الأوربيتالات غير مهجنة.

الأوربيتالات المهجنة أقوى من غير المهجنة بسبب البروز فلا ينشأ عنها رابطة π

أي رابطة أحادية تسمى سيجما وما زاد عن الأحادية فهو باي



وضعناها σ لأنها الرئيسية



الأكسدة: عملية تفقد فيها الذرة أو الأيون الكترون واحد أو أكثر ففي الرابطة الأيونية يحدث أكسدة للفلز واختزال للافلز.

رقم التأكسد: مقدار الشحنة التي تظهر على الذرة أو المجموعة الذرية تكون المركبات متعادلة كهربياً أو مشحونة.

إذا كان المركب متعادل لا يحمل شحنة ويكون رقم التأكسد = صفر لأنه متعادل.

إذا كان المركب مشحون يكون رقم التأكسد = عدد الشحنات الموجودة على الذرة أو الأيون أو المجموعة.

رقم تأكسد العنصر في حالته المنفردة = صفر.

احسب رقم تأكسد المنجنيز في المركبات الآتية:

Mn → صفر

$KMnO_4$: K → $+1$ ، Mn → $+7$ ، O_4 → (4×-2) = -8

MnO_2: O_2 → (2×-2) = -4 ، Mn → $+4$

احسب رقم تأكسد النيتروجين في المركبات الآتية:

NH_3: N → -3 ، H_3 → (1×3) = 3

N_2O_3: O_3 → (3×-2) = $6-$ ، N_2 → (3×2) → $+3$

N_2O_4: O_4 → (4×-2) = -8 ، N_2 → (4×2) → $+4$

N_2O_5: O_5 → (5×-2) = -10 ، N_2 → (5×2) → $+5$

حساب رقم التأكسد قبل وبعد التفاعل

$KMnO_4 \longrightarrow Mn$

في الوسط الحامضي $KMnO_4$ تتحول إلى أيون منجنيز ثنائي التكافؤ

$(+1) + (x) + (4 \times -2) = zero$ ، (-8)

$\therefore x = +7$ قبل التفاعل

$(x) + (-2) = zero$

$x = +2$ بعد التفاعل

التغير في رقم التأكسد = التغير في رقم التأكسد × عدد الذرات المرتبطة من عنصر آخر

مجموع التغير في رقم التأكسد = $1 \times 5 = 5$ ← (K)

الوزن المكافئ لبرمنجانات البوتاسيوم = $\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{هـ}}$

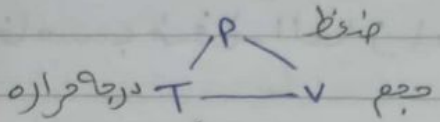
هـ ← مجموع التغير في رقم التأكسد

الوزن المكافئ = $\frac{1}{5}$ الوزن الجزيئي

محاضرة [7] (٢٣) ٢٠٢٤/٣/٢٥

قوانين الغازات

تتحرك الغازات حركة عشوائية ومستمرة وحرة.
حالات المادة صلبة وسائلة وغازية.

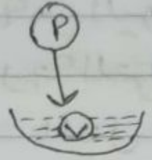


١- قانون بويل. ٢- قانون تشارل. ٣- قانون جاي لوساك.

قانون بويل

يتناسب الحجم مع ضغط الغاز تناسباً عكسياً عند ثبوت درجة الحرارة وهذا يتم يكون بشرط عدم حدوث أي تغير للتركيب الجزيئي للغاز فلا يحدث تجمع للجزيئات

$V \propto \frac{1}{P}$



$V \cdot P = constant = K$

$V_1 \cdot P_1 = V_2 \cdot P_2 = K$

كيف نعرف أن المسألة على هذا القانون؟

يعطى علاقة بين الضغط والحجم ويثبت درجة الحرارة.

س١- تشغل كتلة معينة من غاز حجماً قدره 240 mL تحت ضغط 2.25 atm ماهو التغير الذي يطرأ على الحجم عندما يصبح الضغط 0.75 atm في نفس الدرجة من الحرارة وما هو الحجم إذا استخدمت كمية من الغاز تساوي ٣ أمثال الكمية الأولى وتحت نفس الضغط

الحل

$P_1 = 2.25\ atm$ ، $V_1 = 240\ mL$ ، $P_2 = 0.75\ atm$ ، $V_2 = ??$

$V_1 P_1 = V_2 P_2 \Rightarrow 240 \times 2.25 = V_2 \times 0.75$

$V_2 = 720\ mL$

$\frac{(3 \times 240) \times 2.25}{0.75} = 2160\ mL$

التغير في حجم الغاز ⇐ $720 - 240 = 480\ mL$

س١- ملئ بالون بالهواء، حتى صار حجمه 0.55 L عند مستوى سطح البحر حيث يكون الضغط 1 atm ثم سمح له بالارتفاع لمسافة 6.5 km حيث كان الضغط 0.4 atm وتثبت درجة الحرارة فما هو الحجم الكلي للبالون

الحل

$V_1 = 0.55 L$ ، $P_1 = 1\ atm$ ، $P_2 = 0.4\ atm$ ، $V_2 = ??$

$V_1 P_1 = V_2 P_2 \Rightarrow 0.55 \times 1 = V_2 \times 0.4$

$V_2 = 1.375\ L$

التغير في حجم الغاز ⇐ $1.37 - 0.55 = 0.82\ L$

س٣ :- تحتل عينة من غاز الكلور حجماً قدره 946 ml عند ضغط 726 mmHg فاحسب ضغط الغاز إذا اقل حجمة حتى صار 154 مللي في نفس درجة الحراره

الحل

$V_1 = 946\ mL$ $P_1 = 726\ mm\ Hg$ $V_2 = 154\ mL$ $P_2 = ??$

$V_1 P_1 = V_2 P_2 \Rightarrow 726 \times 946 = P_2 \times 154$

$P_2 = 4459.7\ mm\ Hg$

س٤ :- ملئ بالون بالهواء حتى صار حجمة $150\ cm^3$ في يوم كان ضغطه 76 mmHg احسب حجم هذه البالونة في اليوم التالي إذا اسجل البارومتر نقصاً في الضغط املي زئبق مع ثبوت درجة الحراره.

الحل

$V_1 = 150\ cm^3$ ، $P_1 = 76\ mmHg$ ، $P_2 = 75\ mmHg$ ، $V_2 = ?$

$V_1 P_1 = V_2 P_2 \Rightarrow 150 \times 76 = 75 \times V_2$

$V_2 = 152\ cm^3$

التحليل الكيميائي

أداه مهمة جداً لكل باحث من تفسير الظواهر البيولوجية سواء عقلياً أو معملياً والكشف عن المواد في جميع التفاعلات وتفسير نتائج التجربة.

أهمية

يقوم بتفسير التجارب والمواد ومعرفة هل هذه الماده نقية أو خليط من عده مواد فهي عباره عن الصفات الظاهرية التي تحدد المركب

الكيمياء الحيوية

الكيمياء التي تدرس التفاعلات الكيميائية على مستوى الكائنات بمختلف مستوياتها.

الكيمياء العامة

التي تدرس البنية والعلاقة والتركيب

أنواع التحليل الكيميائي

١- وصفي «نوعي»:- التعرف على نوع الماده أو المركب وهل الماده نقية أم مخلوطة مع تحديد نوع واسم المواد التي تكون المخلوط سواء أعطت رائحة أو لون بغض النظر عن النسبة

علل:- ينقسم التحليل الوصفي إلى قسمين؟

لأن الكواشف والتجارب تختلف

أقسام التحليل الوصفي

١- عضوي
٢- غير عضوي

- التعرف على الشقوق الحامضية للأملاح
- التعرف على الشقوق القاعدية للأملاح

الكاشف هو مركب يوضع على الماده المجهولة للتعرف عليها.

٢- كمي:- الهدف منه التعرف على نسبة تركيز الماده على حسب النوع الذي نعبر به عن التركيز ونسبة المواد الموجوده بالمخلوط ويعتمد على الدقة وهو أكثر تعقيداً.

محاضرة 9

(28)

Subject : Date: ٢٠٢٤/٤/١٠

التحليل الكيميائي

التحليل الكمي (VIP)

يقسم على حسب الطريقة التى يمكن استخدامها وتعتمد على الطبيعة الكيميائية للماده والصوره التى يمكن تحويل الماده إليها ويقسم إلى التالى :-

١- بالحجم :- تتحول الماده المراد تقديرها لصوره سائلة ويتم حساب كمية المحلول من ماده مجهولة التركيز التى تكافئ كيميائياً ماده معلومة التركيز.

* يستخدم الدليل لتبيين نقطة نهاية التفاعل *

NaOH ⇌ (معايرة) HCL

٢- بالوصف :- نفصل الماده المراد تقدير تركيزها فى صوره صلبة ونوزنها مثل تقدير الألياف أو القلويدات وهو يحتاج لمهاره عالية ودقة كبيره لأن أى فرق يؤثر على نتيجة العينة.

٣- الغازى :- يتم فصل الماده فى صوره غاز ثم ارتباطها بماده أخرى لحساب وزن وحجم الغاز أو ربط مادتين ببعض أحدهما معلومة ومعرفة الفرق بين المادتين مثل تقدير نسبة الكربون فى خام الحديد فنقوم بتحويل الكربون إلى CO_2 ونقيس حجمه ووزنه أو نمرره على ماء جير معروف وزنه ونقدر الفرق بينهم وفى حالة ارتباط الماده بأخرى يتحول إلى صوره راسب.

٤- اللونى :- يعتمد على إمكانية تحويل الماده المراد تقديرها إلى لون وينقسم إلى مرئى و طيفى.

التحليل الكمى اللونى المرئى ⟸ تتحول الماده المراد تقدير تركيزها الماده ذات لون على اختلاف درجة تركيزه وعمق اللون ويتم تقدير تركيز الماده بواسطة أجهزه ويتم فى المواد التى تقع تحت منطقة اللون المرئى.

التحليل الكمى اللونى الطيفى ⟸ يتم تقدير تركيز المواد إعتماداً على الإشعاعات الصادره من الماده غير المرئية فنقدر النشاط الإنزيمى.

النشاط الإنزيمى :- قدره الإنزيم على تحويل ماده من صوره لأخرى فى فتره زمنية معينة. فالإنزيم ليس له لون ويحول المواد من صوره لأخرى تمتص موجات ذات أطوال موجية مختلفة ونقيس الفرق بينهما.

٥- الكهربي :- يوجد أيونات موجبة وسالبة تعتمد على تحويل المادة المراد تقديرها لأيون ويتم ترسيبها على مهبط أو مصعد وألواح معدنية معينة مضافة لها في الشحنة وتحسب الفرق بين وزن اللوح ونسبها للعينة الأصلية وتحسب تركيزها أو بالتفريغ الكهربي بفصل المواد إعتماداً على الوزن الجزيئي للمادة والشحنة الكهربية ويتم ذلك على وسط مناسب.

٦- الكروماتوجرافي :- يعتمد على قدرة المادة المراد تقدير تركيزها على الامتصاص على سطح معين وطبيعة كيميائية يحمل مواد مختلفة فيحدث امتصاص خارجي على اللوح الذي نفصل عليه ويعرف بالفصل الكروماتوجرافي.

الحموضة والقلوية

المواد المؤثرة على وسط التفاعل.

كل التفاعلات الحيوية وغير الحيوية تتأثر بال pH

pH :- مقياس درجة الحموضة والقلوية وسط التفاعل.

الأحماض :- المواد التي تعطي في وسط التفاعل بروتونات موجبة أو هي التي تعطي بذوبانها في الماء أيونات هيدروجينية موجبة وهذه الأيونات هيدروجينية موجبة وهذه الأيونات تغير في رقم الحموضة فتأثر على السلوك الكيميائي للتفاعلات مثل التأثير على امتصاص عنصر.

تقسم الأحماض إلى :- أحماض قوية - أحماض ضعيفة - أكاسيد حامضية - أملاح حامضية

الأحماض القوية :- أحماض لها القدرة على المساهمة بأيونات هيدروجين موجبة في وسط تفاعل وتكون الصورة الأيونية أكبر من الصورة الجزيئية مثل حمض الكبريتيك وحمض الهيدروكلوريك وحمض النيتريك H_2SO_4 ، HCl ، HNO_3 (vip)

الأحماض الضعيفة :- أحماض لها القدرة على المساهمة بأيونات هيدروجين موجبة في وسط تفاعل وتكون الصورة الجزيئية أكبر من الصورة الأيونية مثل حمض الكربونيك وحمض الأسيتيك وحمض الفوسفوريك (vip) H_2CO_3 ، CH_3COOH ، H_3PO_4

الأكاسيد الحامضية :- المواد الناتجة من ارتباط الأكسجين مع اللافلزات وبذوبانها في الماء تعطي الحامض المقابل.

الكبريتيد ← حمض الكبريتيك $SO_3 \xrightarrow{H_2O} H_2SO_4$

ثاني أكسيد الكربون ← حمض الكربونيك $CO_2 \xrightarrow{H_2O} H_2CO_3$

خامس أكسيد الفسفور ← حمض الفوسفوريك $P_2O_5 \xrightarrow{H_2O} H_3PO_4$

الأملاح الحامضيه: الناتجه من تفاعل حامض قوى مع قاعده ضعيفه

$H_2SO_4 + NH_4OH \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$

كبريتات أمونيوم ← هيدروكسيد أمونيوم + حمض كبريتيك

(ملح حامضى) ← (قاعده ضعيفه) + (حمض قوى)

عند ذوبان كبريتات الأمونيوم فى الماء يعطى الحامض القوى المقابل.

تفاعلات التعادل فى الحموضه والقلويه

$H_2SO_4 \longrightarrow H^{+} + SO_4^{-}$ (حمض)

$NH_4OH \longrightarrow NH_4^{+} + OH^{-}$ (قاعده)

$\longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + H_2O$ (ملح + ماء)

هل تشترك كل ذرات الهيدروجين فى حمض CH_3COOH فى درجة الحموضه؟

لا بل أن درجة الحموضه تكون فى ذره الهيدروجين الموجوده فى الأسيتات: $COO\underline{H}$

أما الموجوده فى الميثيل ليس لها تأثير.

كيف نقول أن الحمض قوى أو ضعيف؟

كلما كانت القدره على إعطاء أيونات الهيدروجين الموجبه بكثره كانت قويه.

$HCl \longrightarrow H^{+} + Cl^{-}$

صوره جزيئيه «لا تحمل شحنات» «متعادله كهربياً» — صوره أيونيه «تحمل شحنات» «أنيون أو كاتيون»

* يأتى التأثير الحامض من الصوره الأيونيه *

النسبه بين الصوره الأيونيه والصوره الجزيئيه تحدد قوة الحمض.

كلما زادت الصوره الأيونيه عن الصوره الجزيئيه يكون الحمض القوى.

كلما زادت الصوره الجزيئيه عن الصوره الأيونيه يكون الحمض ضعيف.

القاعدة: المواد التي تعطي في وسط التفاعل أيونات هيدروكسيد سالبة أو التي تعطي عند ذوبانها في الماء أيونات هيدروكسيد سالبة.

تقسم القواعد إلى: قواعد قوية - قواعد ضعيفة - أكاسيد قاعدية - أملاح قاعدية.

$NaOH \longrightarrow Na^{+} + OH^{-}$

صورة جزيئية ← NaOH ؛ صورة أيونية ← $Na^{+} + OH^{-}$

كلما كانت الصورة الأيونية أكبر من الصورة الجزيئية كانت القاعدة أقوى.

كلما كانت الصورة الجزيئية أكبر من الصورة الأيونية كانت القاعدة ضعيفة.

يوجد مواد في التفاعلات الحيوية تتطلب درجة pH منخفضة؟

لأنها ترتبط بالمادة وتعادل الشحنات الكهربية الموجودة.

كيف نقول أن القاعدة قوية أو ضعيفة؟

كلما كانت القدرة على إعطاء مجموعات الهيدروكسيد بكثرة كانت قاعدة قوية.

ما هو الفرق بين الهيدروكسيد والهيدروكسيل؟

الهيدروكسيد	الهيدروكسيل
في المواد غير العضوية	في المواد العضوية
في القلويات ولا تتأين OH	تتأين $OH \rightarrow O^{-} + H^{+}$
تأثيرها قاعدي «قلوي»	ليس لها تأثير على الحموضة والقلوية

$CH_3OH + NaOH \rightarrow CH_3-ONa + H_2O$

هيدروكسيل ميثيل + هيدروكسيد صوديوم ← ميثوكسيد صوديوم + ماء

محاضرة ١٠ (٣٣) ٢٠٢٤/٤/٢٢

Subject : .... Date: / /

القواعد

المركبات التي تعطي عند تفككها مجاميع الهيدروكسيد السالبة وتؤثر في ارتفاع رقم الـ pH.

الحموضة والقلوية من العوامل المؤثرة على التفاعلات الحيوية؟

حيث أن الشحنات الموجبة والسالبة لها نشاط كيميائي ومتى يحدث تفاعل كيميائي لا تشترك في الصورة المتعادلة.

ميكانيكية التفاعل ⇐

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

$Na^{+} \quad OH^{-} \quad H^{+} \quad Cl^{-}$ → تبادل أيوني مزدوج

$NaCl$ → مركب ثابت متعادل

* التفاعل له تسلسل إذا أردنا تغيير قيمة الـ pH.

هل يعد الأمين حمض أم قاعدة؟

$NH_2 + H^{+} \rightarrow NH_3$

قاعدة لأنها تستقبل هيدروجين موجب لتكون أمونيا

القواعد القوية (vip)

القواعد التي تزيد فيها الصورة الأيونية على الصورة الجزيئية.

مثال ⇐ هيدروكسيد الليثيوم $LiOH$ كهيدروكسيد صوديوم $NaOH$ كبوتاسيوم KOH

القواعد الضعيفة (vip)

قواعد لها القدرة على التأين ولكن بنسبة أقل من القواعد القوية وتزيد فيها الصورة الجزيئية على الصورة الأيونية.

مثال ⇐ هيدروكسيد أمونيوم NH_4OH، هيدروكسيد رصاص $Pb(OH)_2$، هيدروكسيد ألومنيوم $Al(OH)_3$

NH_4OH (100) → (80) NH_4OH + (20) $NH_4^{+} + OH^{-}$

الأكاسيد القاعدية

المركبات الناتجة من تفاعل الأكسجين مع الفلزات وتعطي بذوبانها في الماء القاعدة المقابلة.

أكسيد صوديوم ← هيدروكسيد صوديوم $Na_2O \xrightarrow{H_2O} NaOH$

أكسيد بوتاسيوم ← هيدروكسيد بوتاسيوم $K_2O \xrightarrow{H_2O} KOH$

أكسيد ألومنيوم ← هيدروكسيد ألومنيوم $Al_2O_3 \xrightarrow{H_2O} Al(OH)_3$

باقي محاضرة
١٠

Subject : .... Date: / /

الأملاح القاعدية

المركبات الناتجة من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف وبذوبانها في الماء تعطى قاعدة قوية وحمضا ضعيفا.

كربونيك + هيدروكسيد صوديوم ← كربونات صوديوم $H_2CO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

أستيك ← أسيتات صوديوم $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$

* تعرف الحموضة والقلوية بشكل عام بتفاعلات التعادل حيث يتفاعل الهيدروجين مع الهيدروكسيد لتكوين جزئ الماء. $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

* كلما زادت قوة المركب الحامض على التأين تزداد قوة الحامضية *

* كلما زادت قوة المركب القاعدى على التأين تقل قوة القاعدية * (100) NaOH

(1) NaOH $Na^+ + OH^-$ (99)

نقطة التعادل :- النقطة التي تحدد نهاية التفاعل فيتساوى عندها تركيزات المواد المتفاعلة: $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

الدليل :- مركب يتغير لونه على حسب وسط التفاعل فيختلف اللون في الوسط الحامض عن الوسط القاعدى عن الوسط المتعادل مثل دليل الفينول فيثالين حيث يعطى في الوسط الحامض عديم اللون وفي الوسط المتعادل عديم اللون وفي الوسط القاعدى لون وردى

كيفية إجراء عملية التعادل بين المركبات

حمض قوى ← ملح قاعدى   قاعدة قوية

قاعدة قوية   قاعدة ضعيفة   حمض قوى   حمض ضعيف   ملح حامض

من شروط إجراء عملية التعادل أن يتم التعادل بين مادتين يمكن أن يحدث بينهما تفاعل.

الاتزان الكيميائى (vip)

النسبة بين سرعة التفاعل الأمامى والتفاعل العكسى.

١- التفاعل الأمامى :- التفاعلات التي لا يحدث لها عودة للتفاعل العكسى

$BrOH + HCl \rightarrow BrCl_2 + H_2O$ ، $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

٢- التفاعل العكسى :- تتحلل المواد الناتجة مرة أخرى للمواد المتفاعلة

$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$

نقطة الاتزان الكيميائي :- النقطة التي يتساوى فيها سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي.

vip

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

10	10	zero	zero
8	8	2	2
5	5	5	5

يوجد تفاعل طردي حيث يحدث نقص في المتفاعلات وزيادة في النواتج

العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل

١- تركيز المتفاعلات. ٢- الضغط. ٣- درجة الحرارة

العوامل المؤثرة على الاتزان

١- تساوي سرعة التفاعل الطردي مع العكسي.
٢- تأثير تركيز المواد بالعوامل الخارجية.

كلما زاد تركيز المتفاعلات زادت سرعة التفاعل الأمامي.

vip

قانون فعل الكتلة

تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي مع حاصل ضرب تركيز المواد الداخلة في التفاعل وذلك عند درجة حرارة معينة.

يعبر عن التركيز ⟸ جم جزئ / لتر ويرمز له بالرمز ( )

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

سرعة التفاعل الأمامي تتناسب طردياً مع تركيز المواد الداخلة في التفاعل

$V_1 \propto (A)(B)$

$\therefore V_1 = K_1 (A)(B)$ (1)

$V_2 \propto (C)(D)$

$\therefore V_2 = K_2 (C)(D)$

$\because V_1 = V_2$ في حالة الاتزان الكيميائي

$\therefore K_1 (A)(B) = K_2 (C)(D)$

$\frac{K_1}{K_2} = \frac{(C)(D)}{(A)(B)} = K_c \longrightarrow$ ثابت الاتزان الكيميائي

ثابت الاتزان الكيميائي :- النسبة بين حاصل ضرب النواتج وحاصل ضرب المتفاعلات أو هو قسمة حاصل ضرب النواتج على حاصل ضرب المتفاعلات.

باقي محافظة

١٠

٣٦

Subject : ....   Date: /   /

احسب ثابت الاتزان الكيميائي وطبق قانون فعل الكتلة على المعادلة الآتية

$$\underset{(A)}{CH_3COOH} + \underset{(B)}{C_2H_5OH} \rightleftharpoons \underset{(C)}{CH_3COOC_2H_5} + \underset{(D)}{H_2O}$$

حيث أن تركيز (A) = ٢و٠ جم مول/لتر ، (B) = ٤و٠ جم مول/لتر

(C) = ٣و٠ جم مول/لتر ، (D) = ١و٠ جم مول/لتر

الحل

$$K_c = \frac{(C)(D)}{(A)(B)} = \frac{(CH_3COOC_2H_5)(H_2O)}{(CH_3COOH)(C_2H_5OH)} = \frac{(0.3)(0.1)}{(0.2)(0.4)} = \frac{0.03}{0.08}$$

$$K_c = \frac{3}{8} = 0.375$$

Subject :   Date: /   /

المحاليل

يتم تقسيم الماده من خلال حالتها وتعدد حالات الماده ثلاث «صلبة كسائلة، غازية» ويتحكم فيها قوى الترابط بين جزيئات ماده واحده «قوية، متوسطة، ضعيفة»

الحالة الصلبة : التى لها شكل وحجم محدد بسبب ثبات وقوه الروابط الموجوده بين جزيئاتها.

الحالة السائلة : التى لها حجم ثابت وشكل غير ثابت يأخذ شكل الإناء.

الحالة الغازية : التى ليس لها شكل وحجم ثابتين ولا يوجد قوى ترابط بين جزيئات الماده ولكنها تملأ الفراغ التى توضع فيه وبسبب ضعف هذه الروابط تجعل الجزيئات فى حركة مستمرة.

أنواع الحركة

١- إهتزازية : حركة جزئ ثابت مكانه لا ينتقل من مكان لآخر وهى فى الجزيئات الصلبة وتكون غير ملموسة.

٢- دورانية : تميز السوائل وتكون غالباً على المحور الطولى الذى يكون مستوى طبقة الماده.

٣- إنتقالية :- تميز المواد الغازية.

ما الذى يؤثر على تحول الماده من صوره لأخرى ؟

١- قوى الترابط بين الماده.   ٢- نوع الماده.

التسامى :- تحول الحالة الصلبة للغازية بدون المرور بالحالة السائلة مثل النفثالين وأقراص الغلة.

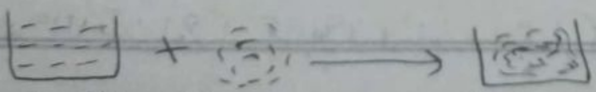
المحاليل (vip)

محلول متجانس من مادتين أو أكثر أحدهما موجود بكمية كبيرة يعرف بالمذيب والآخر بكمية صغيره يعرف بالمذاب وهى صفة فيزيائية وليست كيميائية.

التركيز : النسبة بين المذاب والمذيب أو المذاب والحجم الكلى.

$$\text{التركيز} = \frac{\text{المذاب}}{\text{المذيب}} \times 100 = \frac{\text{المذاب}}{\text{الحجم الكلى}} \times 100$$

تحضير المحاليل صفة فيزيائية وليست كيميائية فعند تحضير المحاليل يحدث تخلخل للمذيب داخل جزيئات الماده المذابة بمعنى أن الروابط الموجوده بين جزيئات المذاب يحدث لها تكسير وتتحول الماده لصوره صغيره جداً تستطيع الانتشار فى جزيئات الماده المذيبة.



تحضير المحاليل صفة فيزيائية؟

لأن الطبيعة الكيميائية للمادة لا ولم تتغير.

كلوريد صوديوم + ماء ← نفس الصفات الكيميائية لكلوريد الصوديوم الصلب في محلول الملح

هذه الخاصية تعطي إمكانية تحضير تركيزات مختلفة للمادة.

التفاعل الكيميائي :- تفاعل بعض من المتفاعلات ذات خواص كيميائية وفيزيائية معينة لتعطي نواتج ذات خواص كيميائية وفيزيائية مختلفة تماماً عن المتفاعلات

يعد هذا التفاعل تفاعل كيميائي ⇐ $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

لأن الطبيعة الكيميائية والفيزيائية للمادة اختلفتا في النواتج عن المتفاعلات

وفي هذه الحالة لا يحدث محلول لاختلاف الطبيعة الكيميائية بين المادتين.

NaCl ↓ + اجمع $HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

يمكن فصل المذاب عن المذيب بالتقطير

عند فصل المادة الفعالة من النباتات الطبية والعطرية وغيرها.

أنواع المحاليل (VIP)

تقسم المحاليل إلى تسعة أنواع على حسب طبيعة المذاب والمذيب

المذاب — المذيب

- صلب
  - صلب ⇐ السبائك
  - سائل ⇐ محلول ملح وسكر + ماء
  - غاز ⇐ الدخان والبخور
- سائل
  - صلب ⇐ الجيلي والسليكون
  - سائل ⇐ كحول وماء — لا يجب حدوث تفاعل كيميائي بينهما
  - غاز ⇐ الضباب والسحب
- غاز
  - صلب ⇐ الهيدروجين في النيكل أو جزيئات غاز الكربون في الحديد
  - سائل ⇐ المياه الغازية
  - غاز ⇐ الهواء الجوي

أنواع محاليل السوائل في السوائل (VIP)

تامة الامتزاج :- يمتزج المذيب والمذاب بجميع النسب امتزاجاً كاملاً كالأسيتون والماء.

محدودة الامتزاج :- كمية محدودة من السائل تذوب في الآخر كالإيثير أو الفينول مع الماء.

عديمة الامتزاج :- قابلية ذوبان سائل في آخر تكون معدومة أو قليلة للغاية مثل الماء والبروموبنزين.